МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
Воронежский государственный технический университет

УТВЕРЖДАЮ
Декан строительного факультета
_____ Д.В. Панфилов
«30» августа 2017 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
Дисциплины

«ХИМИЯ»
Б1.Б.12

Направление подготовки (специальность) 08.03.01 «Строительство»

Профиль (специализация) «Промышленное и гражданское строительство»

Квалификация (степень) выпускника бакалавр

Нормативный срок обучения 4 года\5 лет

Форма обучения очная\заочная

Автор программы _____ к.т.н., доц. О.Б. Кукина

Программа обсуждена на заседании кафедры химии
«30» 08 2017 года Протокол № 1

Зав. кафедрой _____ д.х.н , проф. О.Б. Рудаков

Воронеж 2017

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели дисциплины

Целью изучения дисциплины «Химия» является получение студентами знаний:

- полной системы представлений об общих качественных и количественных закономерностях протекания химических процессов и явлений в различных физико-химических системах, опираясь при этом на фундаментальные положения физики и химии.

1.2. Задачи освоения дисциплины

Основными задачами дисциплины «Химия» являются:

- заложение основ для понимания химических процессов превращения веществ, которые будут способствовать принятию грамотных, научно обоснованных профессиональных решений в области строительной технологии, а также способствовать внедрению достижений химии при решении этих проблем.
- прививание навыков осмысленного решения конкретных химических задач, научить находить оптимальные решения профессиональных задач, в том числе с использованием законов химии, химических процессов и веществ.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Химия» в структуре ОПОП относится к базовой части учебного плана и является обязательной к изучению.

Требования к «входным» знаниям и умениям студента, необходимым для изучения дисциплины «Химия»:

- владение знаниями по химии в объеме школьной программы (владение основными понятиями и законами химии, умение составлять уравнения химических реакций);
- умение использовать теоретические знания для решения задач по химии.

Изучение дисциплины «Химия» требует основных знаний, умений и компетенций студента по курсам: математика, физика.

Полученные в курсе химии знания необходимы при изучении следующих дисциплин цикла:

- строительные материалы,
- конструкционные металлы и сплавы в строительстве.

3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование следующих компетенций:

- ОПК-1, способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования;

- ОПК-2, способность выявить естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения соответствующий физико-математический аппарат.

В результате изучения дисциплины студент должен:

знать:

- основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов;

уметь:

- применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин.

владеть:

- современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента.

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 5 зачетных единиц.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		1/1
Аудиторные занятия (всего)	72 / 16	72 / 16
В том числе:		
Лекции	36 / 8	36 / 8
Практические занятия (ПЗ)	-/-	-/-
Лабораторные работы (ЛР)	36 / 8	36 / 8
Самостоятельная работа (всего)	72 / 155	72 / 155
В том числе:		
Курсовой проект		
Контрольная работа	-/-	-/-
Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен)	Экзамен (36 часов)/ Экзамен (9 часов)	Экзамен (36 часов)/ Экзамен (9 часов)
Общая трудоемкость час	180 / 180	180 / 180
Общая трудоемкость зач. ед.	5 / 5	5 / 5

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1	Строение вещества и реакционная способность веществ	Квантово-механические представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Принцип минимальной энергии. Правило Клечковского. Принцип запрета Паули. Правило Гунда. Электронные конфигурациатомов и ионов. Периодический закон и периодическая система элементов. Периодические свойства элементов. Радиусы атомов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ. Химическая связь. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Гибридизация атомных электронных орбиталей, геометрическая структура молекул. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Свойства и реакционная способность веществ, составляющих основу строительных материалов.
2	Основы химической термодинамики и кинетики	Химическая термодинамика. Основные понятия химической термодинамики. Параметры состояния. Термодинамические функции: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Первое и второе начала термодинамики. Энергетика химических процессов. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпии образования. Термохимические уравнения. Условия самопроизвольного протекания процессов в изолированных и неизолированных системах. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Понятие об активных молекулах, энергии активации, активированном комплексе. Уравнение Аррениуса. Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Закон действующих масс. Кинетические уравнения для гомогенных и гетерогенных процессов. Правило Вант-Гоффа. Методы регулирования скорости реакций. Катализ. Катализаторы и каталитические системы. Теории катализа. Колебательные реакции. Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия состояния равновесия. Константа равновесия. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Фазовое равновесие. Закономерности химических процессов современных технологий производства

		строительных материалов.
3	Растворы. Дисперсные системы	Общие представления о растворах. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева. Способы выражения концентрации растворов: массовая, молярная доля, молярная, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалентов. Выражение закона эквивалентов для растворов. Общие свойства растворов: давление пара растворов, кипение и кристаллизация растворов. Закон Рауля. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Реакции в растворах электролитов. Ионные равновесия и их смещение. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH. pH-индикаторы. Гидролиз солей. Соли, гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение pH среды при гидролизе. Буферные системы. Дисперсные системы, их классификация, методы получения. Термодинамическая неустойчивость гетерогенных дисперсных систем. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные растворы. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Коагуляция. Седиментация. Строительные материалы как искусственные дисперсные системы.
4	Электрохимические процессы	Электрохимические системы. Электродный потенциал, механизм его возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Типы электродов. Гальванические элементы. Измерение электродвижущей силы. Поляризация и перенапряжение. Химические источники тока: первичные гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы. Коррозия металлов. Виды коррозии. Механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии. Электролиз. Процессы, протекающие при электролизе водных растворов электролитов. Законы Фарадея.
5	Полимеры и олигомеры	Элементы органической химии. Понятие о полимерах и олигомерах. Органические и неорганические полимеры. Методы синтеза полимеров: полимеризация, поликонденсация. Химическое строение и свойства полимеров. Деструкция полимеров. Биополимеры: полисахариды, полиизопрены, белки. Строительные материалы на основе высокомолекулярных соединений. Применение полимеров при изготовлении бетонов.
6	Химическая идентификация	Химическая идентификация веществ.

		Аналитический сигнал. Основы качественного и количественного анализа. Качественные реакции на ионы. Химические, физико-химические и физические методы анализа и их использование в современных строительных технологиях.

5.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин					
		1	2	3	4	5	6
1.	Строительные материалы	+	+	+	+	+	+
2.	Конструкционные металлы и сплавы в строительстве	+	+	+	+	+	+

5.3. Разделы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.	Практ. зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего час.
1.	Строение вещества и реакционная способность веществ	4 /	-	4 / 2	12 / 26	20 / 28
2.	Химическая термодинамика и кинетика	8 / 4	-	8 / 2	12 / 26	28 / 32
3.	Растворы. Дисперсные системы	10 / 2	-	10 /	12 / 26	32 / 28
4.	Электрохимические процессы	8 / 2	-	6 / 4	12 / 26	26 / 32
5.	Полимеры и олигомеры	4 / -	-	4 / -	12 / 26	20 / 26
6.	Химическая идентификация веществ	2 / -	-	4 / -	12 / 25	18 / 25

5.4. Лабораторный практикум

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудо-емкость (час)
1.	1	Основные классы неорганических соединений	4 / 2
2.	2	Определение тепловых эффектов химических реакций	4 /
3.	2	Скорость химических реакций и химическое равновесие	4 / 2
4.	3	Общие свойства растворов и равновесия в водных растворах электролитов	4 /
5.	3	Гетерогенные дисперсные системы	4 / -
6.	4	Окислительно-восстановительные реакции	4 /
7.	4	Электрохимические процессы	4/4

8.	5	Свойства органических веществ и высокомолекулярных соединений (полимеров)	4 / -
9.	6	Качественный и количественный химический анализ	4 / -

5.5. Практические занятия

Не предусмотрены

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Курсовые проекты, курсовые и контрольные работы в объеме настоящей дисциплины не предусмотрены.

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

7.1 Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы

№ п/п	Компетенция (профессиональная - ПК)	Форма контроля	семестр
1	ОПК-1 способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования;	Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен	1/1
2	ОПК-2 способность выявить естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь их для решения соответствующий физико-математический аппарат;	Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен	1/1

7.2 Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Дескриптор компетенции	Показатель оценивания	Форма оценивания		
		ЛР	Т	Экзамен
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	+	+	+

Умеет	применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)	+	+	+
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)	+	+	+

7.2.1. Этап текущего контроля знаний

Результаты текущего контроля знаний и межсессионной аттестации оцениваются по пятибальной шкале с оценками:

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно»;

«не аттестован».

Дескриптор компетенции	Показатель оценивания	Оценка	Критерий оценивания
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	отлично	Полное посещение лекционных занятий, лабораторных работ. Прохождение промежуточного тестирования на оценку «отлично».
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	хорошо	Полное посещение лекционных занятий, лабораторных работ. Прохождение промежуточного тестирования на оценку «хорошо».
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	удовлетворительно	Полное посещение лекционных занятий, лабораторных работ. Прохождение промежуточного тестирования на
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		

Дескриптор компетенции	Показатель оценивания	Оценка	Критерий оценивания
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		оценку «удовлетворительно».
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	неудовлетворительно	Частичное посещение лекционных занятий, лабораторных работ. Прохождение промежуточного тестирования на оценку «неудовлетворительно».
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	не аттестован	Непосещение лекционных занятий, и лабораторных работ, тестирования
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		

7.2.2. Этап промежуточного контроля знаний

По окончании изучения дисциплины результаты промежуточного контроля знаний (экзамен) оцениваются по четырехбальной шкале с оценками:

- «отлично»;
- «хорошо»;
- «удовлетворительно»;
- «не удовлетворительно».

Дескриптор компетенции	**Показатель оценивания**	**Оценка**	**Критерий оценивания**
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	отлично	Студент демонстрирует полное понимание заданий. Все требования, предъявляемые к
Умеет	применять полученные знания по физике в		

Дескриптор компетенции	Показатель оценивания	Оценка	Критерий оценивания
	химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		заданию выполнены.
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	хорошо	Студент демонстрирует значительное понимание заданий. Все требования, предъявляемые к заданию выполнены.
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	удовлетворительно	Студент демонстрирует частичное понимание заданий. Большинство требований, предъявляемых к заданию выполнены.
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		
Знает	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов (ОПК-1, ОПК-2)	неудовлетворительно	1. Студент демонстрирует небольшое понимание заданий. Многие требования, предъявляемые к заданию не выполнены. 2. Студент демонстрирует непонимание заданий. 3. У студента нет ответа. Не было попытки выполнить задание.
Умеет	применять полученные знания по физике в химии при изучении других дисциплин (ОПК-1, ОПК-2)		
Владеет	современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ОПК-1, ОПК-2)		

7.3. Примерный перечень оценочных средств (типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности)

7.3.1. Примерная тематика РГР

Не предусмотрены.

7.3.2. Примерная тематика и содержание КР

При определении текущего контроля успеваемости у студентов заочной формы обучения предусмотрены контрольные работы

№ п/п	Темы заданий
1	Основные стехиометрические законы и расчёты по уравнениям реакций
	Классы неорганических соединений
	Энергетика и направленность химических процессов
	Химическая кинетика и равновесие
	Строение атома. Химическая связь
2	Растворы электролитов
	Дисперсные системы в технологии строительства
	Неорганические вяжущие вещества
	Электродные потенциалы и гальванические элементы
	Коррозия и защита металлических конструкций

Тема 1. Основные стехиометрические законы и расчеты по уравнениям реакций

Задача. Взаимодействие алюминия с раствором соляной кислоты протекает по следующей реакции:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

В реакции участвуют 2,7 кг алюминия. Рассчитайте объем водорода, выделившегося в ходе реакции, протекающей при нормальных условиях, а так же при температуре 28 ^{o}C и давлении 102 кПа; абсолютную плотность водорода и плотность водорода по воздуху; массу образовавшегося хлорида алюминия и массовую долю алюминия в нем.

Решение. Реакция протекает по уравнению

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow.$$

В виде таблицы представим молярные массы, количество моль и соответствующие им массы участвующих в реакции веществ.

	Al	$AlCl_3$	H_2
M, г/моль	27	27 +3· 35,5=133,5	2
v, моль	2	2	3
$m = M \cdot v$, г	54	267	6

Чтобы найти объем водорода, выделившегося в реакции при нормальных условиях, составим пропорцию:
54 г *Al* выделяют из кислоты (22,4·3) л водорода (по уравнению реакции)
2700 г *Al* выделяют из кислоты V_x л водорода (по условию задачи);

$$V_x = \frac{2700 \cdot 22{,}4 \cdot 3}{54} = 3360 \text{ л.}$$

Для условий, отличных от нормальных, объем газа рассчитаем по уравнению (1.4):

$$V_x = \frac{\nu \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3360 \cdot 8{,}31 \cdot (273 + 28)}{22{,}4 \cdot 102} = 3678{,}4 \text{ л,}$$

или по формуле (1.3):

$$V_x = \frac{p_0 \cdot V_0 \cdot T}{p} = \frac{101 \cdot 3360 \cdot (273+28)}{273 \cdot 102} = 3678{,}4 \text{ л.}$$

Абсолютную плотность водорода рассчитаем по формуле (1.6):

$$\rho_{H_2} = \frac{M_{(H_2)}}{V_M} = \frac{2}{22{,}4} = 0{,}09 \text{ г/л.}$$

Относительную плотность водорода по воздуху рассчитаем по формуле (1.8):

$$D^{возд}_{(H_2)} = \frac{M_{(H_2)}}{M_{(возд)}} = \frac{2}{29} = 0{,}07.$$

Массу образовавшегося в реакции хлорида железа рассчитаем по уравнению реакции, составив пропорцию:

2700 г *Al* образуют m_{AlCl_3}
54 г *Al* образуют 267 г $AlCl_3$;

$$m_{AlCl_3} = \frac{2700 \cdot 267}{54} = 13350 \text{ г.}$$

Массовую долю железа в $AlCl_3$ рассчитаем, исходя соответственно из атомных и молярных масс атомов и молекул:
133,5 г $AlCl_3$ составляют 100 %
27 г *Al* составляют *x* %;

$$x = \frac{27 \cdot 100}{133{,}5} = 20{,}22 \text{ %.}$$

Тема 2. Классы неорганических соединений

Задача 1. Какие из перечисленных ниже веществ являются оксидами: H_2CO_3, *BeO*, K_2O, SO_2, $Mg(NO_3)_2$? Укажите их свойства (основные, кислотные, амфотерные). Напишите уравнения реакций, доказывающих характер оксидов.

Решение. В нашем примере кислотным оксидом является оксид SO_2. При взаимодействии с водой он образует сернистую кислоту H_2SO_3, с основаниями и основными оксидами – ее соли:

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$;

$SO_2 + 2LiOH \rightarrow Li_2SO_3 + H_2O$;

$SO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_3$.

Оксид K_2O проявляет основные свойства, растворяется в воде с образованием основания. Взаимодействует с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей в соответствии со следующими реакциями:

$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$;

$K_2O + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2O$;

$K_2O + CO_2 \rightarrow K_2CO_3$.

BeO – амфотерный оксид, нерастворимый в воде. Ему соответствует гидроксид, проявляющий кислотные свойства (H_2BeO_2 – кислота) и основные свойства ($Be(OH)_2$ – основание). Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и щелочами, а также с кислотными и основными оксидами с образованием солей:

$BeO + 2HCl \rightarrow BeCl_2 + H_2O$;

$BeO + CO_2 \rightarrow BeCO_3$;

$BeO + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2O$;

$BeO + K_2O \rightarrow K_2BeO_2$.

Задача 2. Составьте уравнения реакций получения всех возможных солей при взаимодействии гидроксида бария и сернистой кислоты. Назовите полученные соли.

Решение.

$Ba(OH)_2 + H_2SO_3 \rightarrow 2H_2O + BaSO_3$ – сульфит бария.

При недостаточном для образования средней соли количестве основания получается кислая соль:

$Ba(OH)_2 + 2\,H_2SO_3 \rightarrow 2H_2O + Ba(HSO_3)_2$ – гидросульфит бария.

Для превращения кислой соли в среднюю необходимо добавить основание:

$Ba(HCO_3)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow 2BaCO_3 + 2H_2O$.

При недостаточном для образования средней соли количестве кислоты получается основная соль:

$2Ba(OH)_2 + H_2SO_3 \rightarrow 2H_2O + (BaOH)_2SO_3$ – гидроксосульфит бария.

Необходимо помнить, что правильность составления химической формулы проверяется по равенству валентности (степени окисления) основного и кислотного остатков. Валентность основного остатка определяется *числом замещенных гидроксогрупп* в молекуле основания на кислотный остаток; валентность (степень окисления) кислотного остатка – *числом замещенных атомов* водорода в молекуле кислоты на основной остаток.

Задача 3. Приведите уравнение реакции получения гидроксида алюминия. Определите его свойства (природу). Напишите уравнения реакций, доказывающие их.

Решение. Гидроксид алюминия нельзя получить непосредственным взаимодействием оксида алюминия с водой, т.к. оксид не растворим в воде, поэтому его можно получить следующим путем:

$$Al(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3NaNO_3.$$

Гидроксид алюминия обладает амфотерными свойствами, т.е. двойственной природой, следовательно, может взаимодействовать как с кислотными, так и с основными оксидами, гидроксидами.

Реакции, подтверждающие кислотные свойства гидроксида:

$$Al(OH)_3\,(HAlO_2) + KOH \rightarrow KAlO_2 + 2H_2O;$$

$$2Al(OH)_3\,(HAlO_2) + BaO \rightarrow Ba(AlO_2)_2 + 3H_2O.$$

Реакции, подтверждающие основные свойства гидроксида:

$$2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3 \rightarrow Al_2(CO_3)_3 + 6H_2O;$$

$$2Al(OH)_3 + 3SO_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$$

Тема 3. Энергетика и направленность химических процессов

Задание 1. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции, протекающей в стандартных изобарно-изотермических условиях, по уравнению:

$$CH_{4(г)} + CO_{2(г)} \rightarrow 2CO_{(г)} + 2H_{2(г)}, \text{ если}$$

$$\Delta_f H^0 CH_4 = -74{,}8 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H^0 CO_2 = -394{,}0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta_f H^0 CO = -110{,}5 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H^0 H_2 = 0 \text{ кДж/моль}.$$

Укажите, какая это реакция экзо- или эндотермическая. Какое количество теплоты будет затрачено на получение 30 кг водорода?

Решение. Тепловой эффект химической реакции ΔH^0, протекающей в стандартных изобарно-изотермических условиях, рассчитаем, пользуясь следствием закона Гесса (3.1):

$$\Delta H^0 = \Sigma\, \nu \cdot \Delta_f H^0_{прод.реак} - \Sigma\, \nu \cdot \Delta_f H^0_{исх.в\text{-}в},$$

$$\Delta H^0 = (2 \cdot \Delta_f H^0 CO_{(г)} + 2 \cdot \Delta_f H^0 H_{2(г)}) - (\Delta_f H^0 CH_{4(г)} + \Delta_f H^0 CO_{2(г)}).$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot (-110{,}5) + 2 \cdot 0 - (-74{,}8 - 394{,}0) = 247{,}8 \text{ кДж}.$$

Так как $\Delta H^0 > 0$, то процесс *эндотермический*.

Из уравнения реакции следует, что для получения 2 молей (ν_1) или 4 г ($m = \nu \cdot M$) водорода требуется затратить 247,8 кДж теплоты. Если в результате процесса образуется иное количество вещества (ν_2), то теплоту рассчитываем по формуле $\Delta H = \nu \cdot \Delta H^0 / \nu_1$

$$\nu_2 = m/M, \; \nu_2 = 30 \cdot 10^3/2 = 15 \cdot 10^3 \text{ молей},$$

$$\Delta H = 15 \cdot 10^3 \cdot 247{,}8/2 = 1{,}8585 \cdot 10^6 \text{ кДж}.$$

Задача 2. Возможно ли самопроизвольное взаимодействие карбоната кальция и оксида кремния, протекающее по уравнению

$$CaCO_{3(кр)} + SiO_{2(кр)} \rightarrow CaSiO_{3(кр)} + CO_{2(г)}$$

в стандартных изобарно-изотермических условиях?

Решение. Критерием самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе в изобарно-изотермических условиях является убыль энергии Гиббса. Рассчитаем изменение энергии Гиббса ΔG^0 в ходе данной реакции, воспользовавшись уравнением $\Delta G^0 = \Delta H - T \cdot \Delta S^0$. Величину изменения энтальпии реакции рассчитаем по уравнению:

$\Delta H^0 = (\Delta_f H^0\ CO_{2(г)} + \Delta_f H^0\ CaSiO_{3(кр)}) - (\Delta_f H^0\ SiO_{2(кр)} + \Delta_f H^0\ CaCO_{3(кр)})$.

Энтальпии образования всех участников реакции берем из таблицы стандартных физико-химических величин .

$\Delta_f H^0 CO_{2(г)} = -393{,}5$ кДж/моль; $\Delta_f H^0 CaCO_{3(кр)} = -1206{,}0$ кДж/моль;

$\Delta_f H^0 SiO_{2(кр)} = -859{,}3$ кДж/моль; $\Delta_f H^0 CaSiO_{3(кр)} = -1584{,}1$кДж/моль.

Подставив значения в уравнение, получим

$$\Delta H^0 = -363{,}5 - 1584{,}1 - (-859{,}3 - 1206{,}0) = 87{,}7 \text{ кДж}.$$

Вычислим изменение энтропии ΔS^0для реакции, протекающей в стандартных условиях, используя табличные данные (табл.3.1).

$S^0\ CaCO_{3(кр)} = 92{,}9$ Дж/моль·К; $S^0\ SiO_{2(кр)} = 42{,}1$ Дж /моль·К;

$S^0\ CO_{2(г)} = 231{,}5$Дж/моль·К; $S^0 CaSiO_{3(кр)} = 82{,}0$ Дж/моль·К.

$$\Delta S^0 = \Sigma\, \nu \cdot S^0_{прод} - \Sigma\, \nu \cdot S^0_{исх.в\text{-}в},$$

$$\Delta S^0 = S^0\ CO_{2(г)} + S^0\ CaSiO_{3(кр)} - S^0\ SiO_{2(кр)} - S^0\ CaCO_{3(кр)},$$

$\Delta S^0 = 82{,}0 + 231{,}6 - 92{,}9 - 42{,}1 = 178{,}6$ Дж/К или $\Delta S^0 = 0{,}179$ кДж/К.

Рассчитаем ΔG^0, воспользовавшись найденными значениями ΔH^0 и ΔS^0:

$$\Delta G^0 = 87{,}7 - 298 \cdot 0{,}179 = +34{,}36 \text{ кДж}.$$

Поскольку $\Delta G^0 > 0$, то данный процесс в стандартных условиях самопроизвольно протекать не может.

Тема 4. Химическая кинетика и равновесие

Задача 1. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции образования оксида серы (VI), протекающей по уравнению

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2SO_{3(г)},$$

а) при увеличении концентрации оксида серы (IV) в 2 раза;

б) при увеличении внешнего давления в 3 раза.

Решение. Кинетическое уравнение реакции, согласно закону действующих масс, имеет вид:

$$\upsilon = k \cdot c^{\,2}_{SO_2} \cdot c_{O_2},$$

а) запишем кинетическое уравнение при концентрации SO_2 в два раза больше исходной:

$$\upsilon' = k \cdot (2c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2} = 4 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}.$$

Затем находим отношение скоростей процесса:

$$\frac{\upsilon'}{\upsilon} = \frac{4 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}}{k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}} = 4.$$

Таким образом, при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза скорость реакции возросла в 4 раза;

б) в данной реакции все вещества находятся в газообразном состоянии, поэтому при увеличении давления над системой в 3 раза объем уменьшится в три раза, а концентрация каждого из реагирующих веществ, следовательно, увеличится в 3 раза. Тогда кинетическое уравнение запишем:

$$\upsilon' = k \cdot (3c_{SO_2})^2 \cdot 3c_{O_2} = 27 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}.$$

Следовательно, $$\frac{\upsilon'}{\upsilon}=\frac{27\cdot k\cdot (c_{SO_2})^2\cdot c_{O_2}}{k\cdot (c_{SO_2})^2\cdot c_{O_2}}=27.$$

Таким образом, при увеличении давления в 3 раза скорость реакции увеличится в 27 раз.

Задача 2. Окисление серы протекает по уравнению

$$S_{(кр)} + O_{2(г)} \rightarrow SO_{2(г)}.$$

Как изменится скорость этой реакции при увеличении реакционного объёма в 3 раза?

Решение. В случае гетерогенных реакций в уравнение закона действия масс входят концентрации веществ, находящихся в газовой фазе или растворе. Кинетическое уравнение для гетерогенной реакции образования оксида серы до изменения давления имеет вид:

$$\upsilon = k \cdot c_{O_2},$$

после увеличении объёма в 3 раза концентрация кислорода уменьшится также в 3 раза: $\upsilon' = k \cdot \frac{1}{3} \cdot c_{O_2}$.

Следовательно, $$\frac{\upsilon'}{\upsilon} = \frac{1}{3} \cdot \frac{k \cdot c_{O_2}}{k \cdot c_{O_2}} = \frac{1}{3}.$$

Таким образом, при увеличении объёма реакционного сосуда в 3 раза скорость реакции уменьшится в 3 раза.

Задача 3. Во сколько раз возрастет скорость реакции, если температура увеличится на 40 °С? Температурный коэффициент реакции равен 2.

Решение. Согласно уравнению Вант-Гоффа (3.10)

$$\frac{\upsilon_{t_2}}{\upsilon_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}.$$

Рассчитаем, во сколько раз увеличится скорость химической реакции, подставив в уравнение данные из условия задачи:

$$\frac{\upsilon_{t_2}}{\upsilon_{t_1}} = 2^{\frac{40}{10}} = 2^4 = 16.$$

Таким образом, при повышении температуры на 40 °С скорость данной реакции увеличится в шестнадцать раз.

Задача 4. Реакция при температуре 20 °С протекает за 45 с. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Какое время потребуется для завершения этой реакции при 40 °С?

Решение. Рассчитаем во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры, воспользовавшись уравнением Вант–Гоффа (3.10):

$$\frac{\upsilon_{t_2}}{\upsilon_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}},$$

$$\frac{\upsilon_{40}}{\upsilon_{20}} = 3^{\frac{40\text{-}20}{10}}, \quad \frac{\upsilon_{40}}{\upsilon_{20}} = 3^2 = 9.$$

Чем выше скорость реакции, тем за более короткий промежуток времени она протекает, то есть время протекания реакции (τ) обратно пропорционально её скорости (υ) (это отражено в уравнении 3.5).

$$\frac{\upsilon_{t_{40}}}{\upsilon_{t_{20}}} = \frac{\tau_{t_{20}}}{\tau_{t_{40}}} .$$

Отсюда $\tau_{40} = \frac{\upsilon_{20} \cdot \tau_{20}}{\upsilon_{40}}$; $\tau_{40} = \frac{1}{9} \cdot 45 = 5$ с.

При 40 ^{o}C реакция закончится за 5 с.

Задача 5. Напишите выражения для констант равновесия следующих реакций:

$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2CO_{2(г)},$$
$$Ca(OH)_{2(кр)} + CO_{2(г)} \leftrightarrows CaCO_{3(кр)} + H_2O_{(ж)}.$$

От каких факторов зависит константа равновесия?

Решение. Реакция $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2CO_{2(г)}$ гомогенная. Выражение для константы равновесия имеет вид:

$$K = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}.$$

Реакция $Ca(OH)_{2(кр)} + CO_{2(г)} \leftrightarrows CaCO_{3(кр)} + H_2O_{(ж)}$ гетерогенная, поэтому в выражение для константы равновесия входят концентрации веществ, находящихся в жидком или газообразном агрегатном состоянии. Выражение константы равновесия имеет вид:

$$K = \frac{[H_2O]}{[CO_2]}.$$

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации веществ и давления.

Задача 6. В системе установилось равновесие:

$$2HI_{(г)} \leftrightarrows H_{2(г)} + I_{2(г)}, \ \Delta H^0 > 0.$$

Как надо изменить температуру, давление и концентрацию реагентов, чтобы сместить равновесие в сторону течения прямой реакции?

Решение.

1. Прямая реакция эндотермическая ($\Delta H^0 > 0$). Согласно принципу Ле Шателье при увеличении внешней температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса (идущего с поглощением теплоты). Следовательно, для смещения равновесия вправо температуру надо увеличить.

2. В реакции из двух молей HI получается по одному молю H_2 и I_2, т.е, всего два моля, поэтому изменение давления не будет оказывать влияние на смещение равновесия системы.

3. Смещение равновесия вправо можно достичь увеличением концентрации HI или удалением из системы H_2 и I_2, что приведет к увеличению скорости прямой реакции.

Тема 5. Строение атома. Химическая связь

Задача 1. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 20 и 35, изобразите распределение электронов в квантовых ячейках. Определите положение элементов в периодической системе, связав его со значением соответствующих квантовых чисел и количеством валентных электронов. Определите валентность элементов в нормальном и возбужденном состояниях.

Какие свойства проявляют атомы этих элементов (восстановительные или окислительные), для какого из них выше электроотрицательность?

Решение. По таблице Д.И. Менделеева находим символы элементов, записываем их, внизу слева от символа ставим порядковый номер, который указывает заряд ядра атома и количество электронов в атоме.

Далее записываем электронную формулу атома, распределяя электроны по уровням и подуровням, руководствуясь принципами энергетической выгодности и Паули. Энергетический уровень обозначается цифрой и совпадает со значением главного квантового числа *n*; подуровень обозначается буквами s, p, d, f, которые соответствуют орбитальным квантовым числам *l*, сверху справа над которыми записывается число электронов, расположенных на них (на s-орбитали – максимально два, на трех эквивалентных p-орбиталях – максимально шесть, на пяти эквивалентных d-орбиталях – максимально десять).

$$_{20}Ca\ \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2.$$

Максимальное значение главного квантового числа, т.е. количество заполняемых энергетических уровней, совпадает с номером периода, в котором находится данный элемент: $n_{max} = 4$, период 4.

Номер группы данного элемента II, т.е. он совпадает с количеством валентных электронов. Кальций относится к элементам s-семейства и соответственно находится в главной подгруппе.

Распределение электронов по ячейкам будет иметь вид:

	s	p			d							f			
4	↑↓														
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓											
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓											
1	↑↓														

В нормальном состоянии у атома кальция нет неспаренных электронов, поэтому его валентность будет равна нулю. При возбуждении атома, т.е. сообщении ему некоторой энергии, электроны последнего энергетического уровня распариваются, и у кальция появляется два свободных электрона: один в состоянии 4s, другой – 4p, а вместе с этим валентные возможности кальция увеличиваются с нуля до двух.

Кальций – *типичный металл*, который при отдаче двух электронов с последнего энергетического уровня превращается в ион

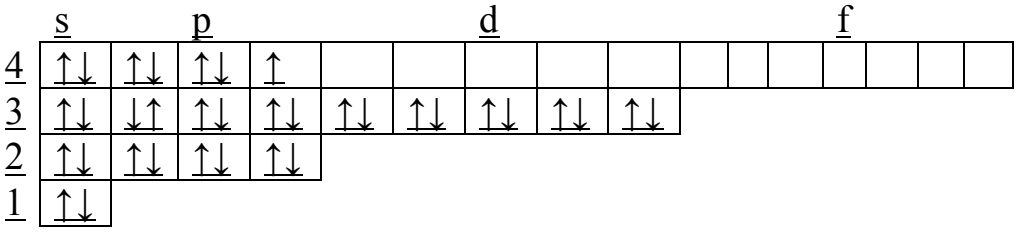
– Ca^{2+}, обладающий устойчивым электронным строением предшествующего ему инертного газа аргона с восьмиэлектронной внешней оболочкой.

Рассмотрим в таком же порядке элемент, стоящий в таблице под номером 35. Это бром:

$_{35}Br$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

По формуле можно видеть, что это элемент 4-го периода ($n_{max} = 4$), VII группы (на последнем энергетическом уровне семь электронов), p-семейства главной подгруппы.

Электронно-графическое изображение атома брома будет иметь вид:



В нормальном состоянии у брома один неспаренный электрон, поэтому его валентность будет равна 1. При поглощении энергии сначала распариваются p-электроны, а затем s-электроны на свободные d-орбитали этого же энергетического уровня и у брома образуются три, пять, семь одиночных, распаренных электронов, и соответственно он может проявлять валентность в возбужденном состоянии III, V, VII.

Бром – *типичный неметалл*, его атом гораздо легче принимает один электрон, превращается в отрицательно заряженный ион Br^- с конфигурацией электронов ближайшего инертного газа *Kr*, чем отдает семь электронов, превращаясь в Br^{+7} с конфигурацией *Ar*. Бром обладает значительно более высокой электроотрицательностью, чем кальций.

Тема 6. Растворы электролитов

Задача 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между растворами $BaCl_2$ и Na_2SO_4, Na_2CO_3 и H_2SO_4, CH_3COONa и HCl, $Fe(OH)_3$ и HNO_3.

При составлении ионно-молекулярных уравнений эти соединения записывают в молекулярной форме, сильные растворимые электролиты – в виде ионов.

Для реакции:

$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$ (молекулярное уравнение),

р *р* *н* *р*

сильн.эл. *сильн.эл.* *сильн.эл.* *сильн.эл.*

$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$ (полное ионно-молекулярное уравнение),

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$ (сокращенное ионно-молекулярное уравнение).

Реакция возможна, так как она сопровождается образованием труднорастворимого соединения $BaSO_4$.

$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$

р р р слаб.эл. газ

сильн.эл. сильн.эл. сильн.эл.

$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O + CO_2\uparrow$

$2H^+ + CO_3^{2-} \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$.

Реакция протекает, так как сопровождается образованием *газообразного соединения* CO_2 и *слабого электролита* H_2O .

$CH_3COONa + HCl \rightarrow CH_3COOH + NaCl,$

р р р р

сильн.эл. сильн.эл. слаб.эл. сильн.эл.

$CH_3COO^- + Na^+ + H^+ + Cl^- \rightarrow CH_3COOH + Na^+ + Cl^-,$

$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH.$

В результате этой реакции образуется слабый электролит CH_3COOH.

$Fe(OH)_3 + 3HNO_3 \leftrightarrows Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$

н р р слаб.эл.

слаб.эл. сильн.эл. сильн.эл.

$Fe(OH)_3 + 3H^+ + 3NO_3^- \leftrightarrows Fe^{3+} + 3NO_3^- + 3H_2O$

$Fe(OH)_3 + 3H^+ \leftrightarrows Fe^{3+} + 3H_2O.$

Реакция обратима, так как среди исходных веществ и среди продуктов реакции есть слабые электролиты.

Задача 2. Вычислите *pH* раствора гидроксида кальция с молярной концентрацией 0,005 моль/л, считая диссоциацию $Ca(OH)_2$ полной.

Решение. $pH = -\ lg\ [H^+]$. Гидроксид кальция при диссоциации образует ионы кальция и гидроксид-ионы: $Ca(OH)_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2OH^-$. Концентрация ионов OH^- связана с концентрацией ионов H^+ ионным произведением воды: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$. Отсюда $[H^+] = 10^{-14} / [OH^-]$.

Из уравнения диссоциации следует, что

$[OH^-] = 2\ [Ca(OH)_2] = 2 \cdot 0{,}005 = 0{,}01$ моль/л.

$[H^+] = 10^{-14}/0{,}01 = 10^{-12}$ моль/л; $pH = -\ lg\ 10^{-12} = 12$.

Тема 10. Электродные потенциалы и гальванические элементы

Задача. Гальванический элемент состоит из хромового и оловянного электродов в растворах их нитратов. Составьте схему гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции. Вычислите ЭДС: а) при стандартных условиях ($c_{Cr^{3+}} = c_{Sn^{2+}} = 1$ моль/л); б) при концентрациях $c_{Cr^{3+}} = c_{Sn^{2+}} = 0{,}01$ моль/л.

Решение. При схематической записи гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой. Анод записывается слева.

Сравним стандартные электродные потенциалы металлов: $E^0_{Cr^{3+}/Cr^0} = -\ 0{,}74$ В, $E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} = -\ 0{,}14$ В. Хром, как более активный металл, является анодом, а олово – катодом.

Запишем схему гальванического элемента:

$$(-)\ Cr \mid Cr(NO_3)_3 \parallel Sn(NO_3)_2 \mid Sn\ (+)$$

или $$(-)\ Cr \mid Cr^{3+} \parallel Sn^{2+} \mid Sn\ (+);$$

электродные процессы:

анодный: $Cr^0 - 3e^- \rightarrow Cr^{3+}$ (процесс окисления), | x 2

катодный: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn^0$ (процесс восстановления); | x 3

уравнение токообразующей реакции:

$$2Cr^0 + 3Sn^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Sn^0.$$

Вычислим электродвижущую силу (ЭДС):

а) стандартную ЭДС $\mathcal{E}^0$, то есть ЭДС элемента при стандартных условиях, когда концентрации ионов металла равны 1 моль/л, рассчитаем по уравнению:

$$\mathcal{E}^0 = E^0_{катода} - E^0_{анода} = E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} - E^0_{Cr^{3+}/Cr^0},$$

$$\mathcal{E}^0 = -0{,}14 - (-0{,}74) = 0{,}60 \text{ В};$$

б) в условиях отличных от стандартных сначала рассчитаем по уравнению Нернста отдельные электродные потенциалы металлов:

$$E_{Sn^{2+}/Sn^0} = E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} + \frac{0{,}059}{2} lg\, c_{Sn^{2+}},$$

$$E_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0{,}14 + \frac{0{,}059}{2} lg 10^{-2} = -0{,}14 + \frac{0{,}059}{2} \cdot (-2) = -0{,}20 \text{ В};$$

$$E_{Cr^{3+}/Cr^0} = E^0_{Cr^{3+}/Cr^0} + \frac{0{,}059}{3} lg\, c_{Cr^{3+}},$$

$$E_{Cr^{3+}/Cr^0} = -0{,}74 + \frac{0{,}059}{3} lg 10^{-2} = -0{,}74 + \frac{0{,}059}{3} \cdot (-2) = -0{,}78 \text{ В};$$

а затем по формуле вычислим ЭДС, учитывая, что олово осталось катодом, а цинк – анодом:

$$\mathcal{E} = E_{Sn^{2+}/Sn^0} - E_{Cr^{3+}/Cr^0},$$

$$\mathcal{E} = -0{,}20 - (-0{,}78) = 0{,}58 \text{ В}.$$

Тема 12. Коррозия и защита металлических конструкций

Задача 2. Изделие из железа с примесью никеля находится во влажной среде, содержащей углекислый газ. Укажите, по какому механизму протекает коррозионный процесс, и напишите его уравнения.

Решение. Углекислый газ взаимодействует с водой и образует слабую угольную кислоту $CO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3$, которая диссоциирует по уравнению $H_2CO_3 \leftrightarrows H^+ + HCO_3^-$. Таким образом, раствор, в котором находится изделие, будет проводить электрический ток, и окислителем в нем являются катионы H^+. Коррозия, следовательно, протекает по электрохимическому механизму.

Запишем схему возникшего коррозионного элемента:

$$Fe \mid H^+, HCO_3^- \mid Ni\ .$$

Железо *Fe* более активный металл ($E^0_{Fe^{2+}/Fe^0}$ = – 0,44 В) чем никель, оно является анодом, а *Ni* – катодом ($E^0_{Ni^{2+}/Ni^0}$ = – 0,25 В).

Схема электрохимической коррозии железа с примесью никеля в воде, содержащей углекислый газ, представлена на схеме.

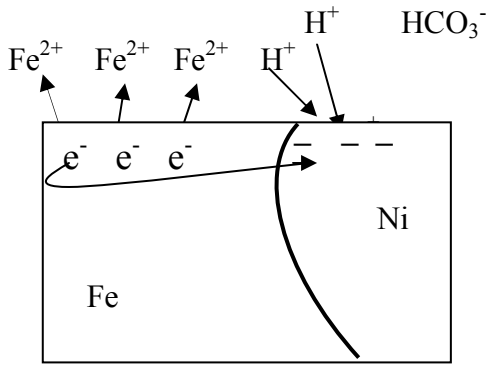


Схема электрохимической коррозии железа в кислой среде

На поверхности железа (анода) происходит процесс окисления.

Уравнение анодного процесса (анод Fe^0): $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$.

Железо в виде ионов Fe^{2+} переходит в раствор, а электроны перетекают на никель. Поверхность никеля заряжается отрицательно, к ней из раствора подходят катионы водорода, принимают электроны и восстанавливаются.

Уравнение катодного процесса (катод Ni^0): $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$.

7.3.3. Вопросы для коллоквиумов

Не предусмотрен.

7.3.4. Задания для тестирования

Тесты для оценки остаточных знаний «Химия» у студентов:

1. Получение ацетатного шелка из целлюлозы возможно благодаря наличию в ней ...
O эпоксидных фрагментов O гидроксильных групп
O метиленовых групп O циклических фрагментов

2. Объем раствора хлорида кальция с молярной концентрацией 0,1 моль/л, необходимый для осаждения карбонат-ионов из 200 мл раствора карбоната калия с молярной концентрацией 0,15 моль/л, равен ___миллилитрам.
O 200 O 100
O 150 O 300

3. Кислые соли образуются в реакциях, схемы которых имеют вид ...
□ $Zn(OH)_2 + HCI$ □ $KOH + H_2SO_4$
□ $CaCO_3 + H_2O + CO_2$ □ $2KOH + H_2SO_4$

4. В соответствии с термохимическим уравнением

$FeO_{(ТВ)} + H_2$ (г) = $Fe_{(ТВ)} + H_2O$(г), $\Delta_r H° = 23$кДж
для получения 560 г железа необходимо затратить кДж тепла.
O 23 O 230
O 560 O 115

5. При нагревании белков в водных растворах кислот и щелочей происходит их ...
O высаливание O окисление
O конденсация O гидролиз

6. Для качественного обнаружения карбонат-иона используется раствор
O средней соли O сильного основания
O органического индикатора O сильной кислоты

7. На внешнем энергетическом уровне атома элемента, образующего высший гидроксид состава НЭОз - содержится___электронов.
O 6 O 7
O 5 O 4

8. При работе гальванического элемента, состоящего из серебряного и медного электродов, погруженных в 0,01М растворы их нитратов ($E°(Ag+/Ag)= 0,80$ В, $E°(Cu^{2+}/Cu)= 0,34$ В), на катоде протекает реакция, уравнение которой имеет вид...
O $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu°$ O $Ag° - \bar{e} = Ag+$
O $Ag^{+}+ \bar{e} = Ag°$ O $Cu°-2\bar{e} = Cu^{2}+$

9. Реакцией полимеризации можно получить вещество, название которого
O перлон O антрон
O найлон O тефлон

10. Свечение атомов, молекул или других частиц, возникающее при электронных переходах из возбужденного состояния в основное, называется...
O эмиссией O релаксацией
O люминесценцией O фотометрией

11. Атомы углерода в молекуле C_2H_4 находятся в состоянии___-гибридизации
O sp^3 O sp
O sp^2 O sp^4

12. Для смещения равновесия в системе
H_2(г) + $S_{(ТВ)}$=H_2S(г), $\Delta_r H° = -21$кДж
в сторону образования сероводорода необходимо ..
O понизить давление O повысить давление
O ввести катализатор O понизить температуру

13. В качестве низкомолекулярного вещества в реакциях поликонденсации чаще всего образуется ...
O H_2S O H_2O
O CO_2 O NaCl

14. Вещество, изменяющее свою окраску в зависимости от pH среды называется ...
O красителем O электролитом
O реагентом O индикатором

15. Для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH требуется ____ г гидроксида натрия

O 40 O 4
O 16 O 8

16. Для повышения температуры кипения раствора на 1,04°С ($E_{н_2о}$ = 0,52град.кг/моль) необходимо, чтобы концентрация растворенного в нём неэлектролита составляла_____моль/кг.

O 2 O 0,2
O 0,1 O 1

17. Коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + NaNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$ равен

O 3 O 2
O 1 O 4

18. Продуктами, выделяющимися на инертных электродах при электролизе водного раствора сульфата натрия, являются ...

O Na и O_2 O Na и SO_2
O H_2 и O_2 O H_2 и S

19. При помощи лакмуса можно различить растворы солей

O $FeCl_2$ и A1Bгз O Na_2SO_4 и NaCl
O NaCl и Na_2SO_3 O K_2SO_4 и $CaBr_2$

20. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции H_2 (г) + Br_2 (г) = 2HBr(г), при условии ее элементарности, увеличится в ___раз.

O 5 O 20 O 50 O 100

7.3.5. Вопросы для зачета

Не предусмотрены.

7.3.6. Вопросы для экзамена

1. Строение вещества и реакционная способность веществ:

Основные классы неорганических соединений: оксиды (кислотные, основные, амфотерные), гидроксиды (кислоты, основания, амфотерные гидроксиды), соли. Принцип кислотно-основного взаимодействия. Соли кислые, средние, основные.

Общие квантово-механические представления о строение атома: волновая природа микрочастиц и электронов, электронные облака, атомные орбитали, ядро атома. Уравнение Шредингера. Квантовые числа как характеристика состояния электронов в атоме: главное, орбитальное, магнитное, спиновое. Типы атомных орбиталей. Принципы распределение электронов в атоме. Последовательность заполнения атомных орбиталей в соответствии с их энергией. Правило Клечковского. Принцип Паули и правило Гунда. Электронные конфигурации атомов и ионов.

Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система Д.И. Менделеева как естественная классификация элементов. Структура

периодической системы: период, ряд, группа и подгруппа. Периодичность изменение свойств элементов в пределах периодов и главных подгрупп. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

Механизм образования ковалентной связи. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Сигма- и пи-связи, направленность и энергия связи. Гибридизация атомных орбиталей, геометрическая структура молекул. Ковалентная связь полярная и неполярная. Полярность молекул. Ионная связь. Строение соединений с ионным типом связи. Валентность элементов в нормальном и возбужденном состояниях: степень окисления и заряд атомов в соединениях.

Окислительно-восстановительные процессы. Окислители, восстановители. Степень окисления. Определение окислительно-восстановительной роли соединения по степени окисления атомов. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса.

2. Химическая термодинамика и химическая кинетика:

Основные термодинамические понятия: система, гомогенная и гетерогенная система, изолированная закрытая система, система открытая, параметры состояния системы, термодинамические функции. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловой эффект реакции. Эндотермические и экзотермические процессы. Закон Гесса и следствия, вытекающие из него. Стандартная энтальпия образования сложного вещества. Термохимические уравнения. Энтропия и изобарно-изотермический потенциал. Направленность химических процессов. I, II начала термодинамики.

Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и давления. Закон действия масс. Кинетические уравнения. Константа скорости реакции.

Влияние температуры на скорость химической реакции, правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Влияние катализатора на скорость реакции. Сущность катализа.

Процессы обратимые и необратимые. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, концентрации, давления и катализатора на смещение равновесия.

3. Растворы. Дисперсные системы:

Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов. Молярная, моляльная концентрация, молярная, массовая доля, молярная концентрация эквивалентов. Давление пара растворов. Закон Рауля для растворов неэлектролитов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Электролиты сильные и слабые. Степень и константы диссоциации. Электролитическая диссоциация сильных и слабых электролитов: кислот, оснований, солей в воде. Ступенчатая диссоциация. Ионные реакции. Условия течения реакций обмена в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды (Kw). Водородный показатель pH как мера кислотности и щелочности среды. pH кислот и оснований. Понятие об индикаторах. Окраска индикаторов в различных средах. Гидролиз солей. Соли гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение pH среды при гидролизе. Влияние внешних факторов на степень полноты гидролиза. Буферные системы.

Поверхностные явления и адсорбция. Дисперсные системы, их классификация. Коллоидные системы. Устойчивость дисперсных систем.

4. Химия неорганических вяжущих веществ

Получение, механизм гидратации и кристаллизации, свойства воздушных вяжущих материалов (строительная воздушная известь, гипс). Получение, механизм гидратации и кристаллизации, свойства гидравлических вяжущих материалов (гидравлическая известь, портландцемент). Бетон, коррозия бетона в различных средах.

5. Электрохимические системы

Электродный потенциал, механизм его возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Типы электродов.

Гальванические элементы. Измерение электродвижущей силы. Поляризация и перенапряжение. Химические источники тока: первичные гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы.

Коррозия металлов. Виды коррозии. Механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии. Металлические покрытия.

6. *Полимеры и олигомеры*

Понятие о *полимерах и олигомерах.* Органические и неорганические полимеры. Методы получения полимеров: полимеризация, поликонденсация. Химическое строение и свойства полимеров. Деструкция полимеров.

Биополимеры: полисахариды, полиизопрены, белки.

7. Методы химического исследования веществ

Химическая идентификация веществ. Аналитический сигнал. Основы качественного и количественного анализа. Качественные реакции на ионы. Химические, физико-химические и физические методы анализа.

8. Органические вяжущие строительные материалы

Классификация органических вяжущих строительных материалов. Битумные вяжущие. Получение, свойства, механизмы твердения.

7.3.7. Паспорт фонда оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Строение вещества и реакционная способность веществ	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
2	Химическая термодинамика и химическая кинетика	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
3	Растворы. Дисперсные системы	ОПК-1, ОПК-2,	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
4	Химия неорганических вяжущих веществ	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
5	Электрохимические системы	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
6	Полимеры и олигомеры	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
7	Методы химического исследования веществ	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен
8	Органические вяжущие строительные материалы	ОПК-1, ОПК-2	Контрольная работа (КР) Лабораторная работа (ЛР) Тестирование (Т) Экзамен

7.4. Порядок процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности на этапе промежуточного контроля знаний

При проведении устного экзамена обучающемуся предоставляется 60 минут на подготовку. Опрос обучающегося по билету на устном экзамене не должен превышать двух астрономических часов. С экзамена снимается материал тех ЛР, которые обучающийся выполнил в течение семестра на «хорошо» и «отлично».

Зачет может проводиться по итогам текущей успеваемости и сдачи КР и (или) путем организации специального опроса, проводимого в устной и (или) письменной форме.

Во время проведения экзамена обучающиеся могут пользоваться программой дисциплины, а также справочными данными и вычислительной

техникой.

8. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ), РАЗРАБОТАННОГО НА КАФЕДРЕ

№ п/п	Наименование издания	Вид издания (учебник, учебное пособие, методические указания, компьютерная программа)	Автор (авторы)	Год издания	Место хранения и количество
1	Лабораторный практикум по химии: учебное пособие	метод. указания	О.Р. Сергуткина, О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова и др.; под общ. ред. О.Р. Сергуткиной;	2011	Библиотека – 500 экз.
2	Химия: учебное пособие	учеб. пособие	Г.Г. Кривнева [и др.]	2013	Библиотека – 500 экз
3	Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	метод. указан.	О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова.	2008	Библиотека - 200 экз
4	Растворы. Дисперсные системы: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	метод. указан.	О.Р. Сергуткина, Л.Г. Барсукова, О.Б. Кукина.	2008	Библиотека - 200 экз
5	Энергетика химических процессов. Электрохимические процессы: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	метод. указан.	Г.Г. Кривнева, Л.Г. Барсукова, Г.Ю. Вострикова	2008	Библиотека – 200 экз

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; помечать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удается разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, на практическом занятии.
Практические занятия	Конспектирование рекомендуемых источников. Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам, просмотр рекомендуемой литературы. Прослушивание аудио- и видеозаписей по заданной теме, выполнение расчетно-графических заданий, решение задач по алгоритму.
Контрольная работа/Расчетно-графическая работа	Знакомство с основной и дополнительной литературой, включая справочные издания, зарубежные источники, конспект основных положений, терминов, сведений, требующих для запоминания и являющихся основополагающими в этой теме. Составление аннотаций к прочитанным литературным источникам.
Коллоквиум	Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам.
Подготовка к экзамену (зачету)	При подготовке к экзамену (зачету) необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу и решение задач на практических занятиях.

10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

10.1. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины (модуля):

10.1.1. Основная литература:

1. Коровин Н. В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2000. – 558 с.

2. Кривнева Г.Г. [и др.] Химия / учебн. пособие для студ. заоч. формы обуч. всех направлений подготовки бакалавров бакалавров / Воронеж. ГАСУ. – Воронеж, 2013. – 131 с.

3. Лабораторный практикум по химии: учеб. пособие / О.Р. Сергуткина, О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова и др.; под общ. ред. О.Р. Сергуткиной; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т. – Воронеж, 2011. – 109 с.

4. Химия элементов: практикум / О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т. – Воронеж, 2011. – 96 с.

10.1.2. Дополнительная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – Изд. 30-е, испр. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 727 с.

2. Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова. – Воронеж, 2008. – 31 с.

3. Растворы. Дисперсные системы: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: О.Р. Сергуткина, Л.Г. Барсукова, О.Б. Кукина. – Воронеж, 2008. – 32 с.

4. Энергетика химических процессов. Электрохимические процессы: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: Г.Г. Кривнева, Л.Г. Барсукова, Г.Ю. Вострикова. – Воронеж, 2008. – 39 с.

10.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля):

1. Химический каталог. Неорганическая химия. Сайты и книги http://www.ximicat.com
2. Chemnet - официальное электронное издание Химического факультета МГУ http://www.chem.msu.ru/rus
3. Справочно-информационный сайт по химии http://www.alhimikov.net

Чтение лекций осуществляется с использованием презентаций в программе «Microsoft PowerPoint».

Для выполнения лабораторных работ используется учебный лабораторный комплекс «Химия», совместимый с ПК и снабженный программным обеспечением.

11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Для проведения ряда лекционных занятий по дисциплине «Химия» используются аудитории, оснащенные учебно-лабораторным оборудованием:

1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» -ауд. 6421
2. Иономер Н-160 - ауд. 6421
3. Лабораторный pH-метр ЛПУ-01 - ауд. 6421
4. Шкаф с вытяжной вентиляцией - ауд. 6421
5. Лабораторная химическая посуда - ауд. 6421
6. Аквадистиллятор - ауд. 6422

Технические средства обучения

1. Ноутбук - отдел организации и обеспечения учебного процесса
2. Медиапроектор программ - отдел организации и обеспечения учебного процесса

12. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (образовательные технологии)

Для преподавания и изучения дисциплины используются следующие образовательные технологии.

1. Дидактически обоснованная структура дисциплины «Химия».

Содержательная часть дисциплины должна быть обоснована с точки зрения химии и требований к результатам освоения ООП бакалавриата, выраженных в виде определённых компетенций.

2. Точное следование рабочей программе дисциплины.

На вводной лекции студенты знакомятся со структурой УМКД «Химия», получают разъяснение о роли каждой составляющей в учебном процессе, а также где и как получить доступ ко всем составляющим учебно-методического обеспечения.

3. Планирование времени и методическое обеспечение внеаудиторной самостоятельной работы (ВСР).

Для успешного освоения дисциплины студент должен самостоятельно работать столько же времени, сколько в аудитории под руководством преподавателя. Все студенты имеют доступ к полному методическому обеспечению ВСР.

4. Сопровождение занятий демонстрацией схем, таблиц, рисунков и презентациями в программе «Microsoft PowerPoint».

5. Подготовка тематики докладов, сообщений, презентаций для самостоятельной работы студентов.

6. Самостоятельное проведение студентами экспериментальных исследований на лабораторных занятиях с последующей интерпретацией и защитой результатов.

7. Рейтинговая система контроля и оценки знаний.

8. Регулярное проведение консультаций.

9. Осуществление текущего контроля знаний студентов с помощью бланкового тестирования.

10. Методические рекомендации по подготовке к экзамену.

К экзамену студент допускается при условии выполнения учебного плана:

- посещение лекций;
- выполнение и оформление лабораторных работ;
- выполнение индивидуальных заданий для самостоятельной работы;
- отчёт лабораторных занятий.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций и ОПОП ВО по направлению подготовки 08.03.01 «Строительство»

Руководитель ОПОП к.т.н., проф. _____ Ткаченко А.Н.
(занимаемая должность, ученая степень и звание) (подпись) (инициалы, фамилия)

Рабочая программа одобрена учебно-методической комиссией строительного факультета

«30» 08 2017 г., протокол № 1.
Председатель: к.э.н., проф. _____ Власов В.Б.
учёная степень и звание, подпись инициалы, фамилия

Эксперт
ООО «Строй Вектор» _____ директор Болотских Л.В.
(место работы) (занимаемая должность) (подпись) (инициалы, фамилия)

М П
организации